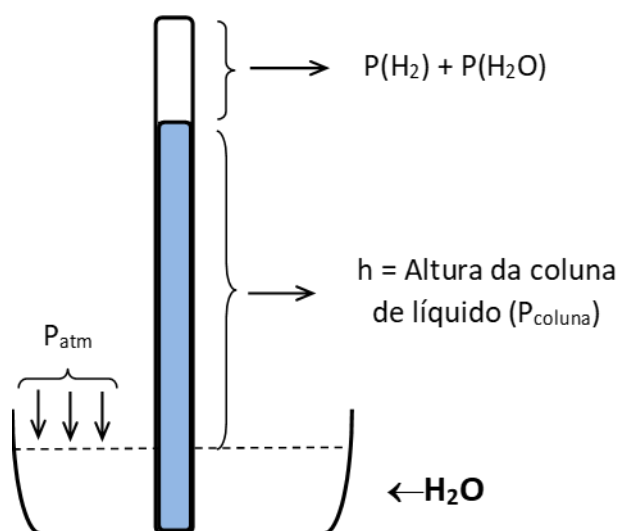


Relatório Exp.03: Aspectos Quantitativos da Reação de Metais com Ácidos

Orientação para os Cálculos:

Neste experimento são utilizados metais que ao reagir com ácido liberam gás hidrogênio (H_2) que é recolhido em uma proveta invertida em uma cuba contendo água. A partir da pressão de hidrogênio e a equação geral dos gases se calcula a quantidade de hidrogênio e pela estequiometria o número de mols do metal que participa da reação.

O esquema abaixo representa o dispositivo utilizado no experimento:



Pelo esquema acima vemos que a pressão atmosférica que é exercida sobre a superfície da água da cuba equilibra a coluna de líquido na proveta acima da superfície da água assim como a pressão do hidrogênio gerado na reação e a pressão de vapor d'água, uma vez que o gás foi recolhido sob água.

Temos então a relação:

$$P_{atm} = P_{coluna} + (P_{H_2O} + P_{H_2})$$

A pressão exercida pela coluna de líquido (P_{Coluna}) é dada pela Lei de Stevin:

$$P_{\text{Coluna}} = d \cdot g \cdot h$$

Onde:

d = densidade do líquido ($\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$)

g = aceleração da gravidade ($9,8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}$)

h = altura coluna (m)

Considerando unidades no sistema SI usadas acima a pressão resulta em Pascal (Pa).

$$P = \frac{N}{m^2} = Pa \text{ (Pascal)}$$

Onde N = Newton.

Normalmente, se utilizam soluções de ácido diluídas ou dependendo do tipo de reação e do dispositivo experimental o gás é recolhido sob água pura, nestes casos se considera nos cálculos a densidade da água.

Neste experimento utilizamos uma solução $\approx 3M$ de HCl , e para uma melhor precisão nos cálculos usaremos a densidade desta solução que é de $1,050 \text{ g/cm}^3$ ou 1050 kg/m^3 (https://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81cido_clor%C3%ADrico).

Obs: apesar de parte do $HCl_{(aq)}$ reagir com o metal a concentração da solução não sofre diferenças significativas devido ao grande excesso do ácido em relação ao metal.

Para o cálculo da pressão da coluna use o valor de densidade $d = 1050 \text{ kg/m}^3$ e a altura da coluna de líquido em metros (m) desta forma a pressão obtida terá unidades de Pa .

A pressão de vapor d'água é função da temperatura e se encontra tabelada (vide Tabela abaixo) e a pressão atmosférica é fornecida (medida em barômetro no IQ).

Portanto a pressão de H_2 pode ser calculada segundo:

$$P_{H_2} = P_{atm} - (P_{Coluna} + P_{H_2O})$$

Obs: Usar todas as pressões em atm. (Vide Tabela conversão abaixo).

Uma vez obtida a P_{H_2} se obtém o número de mols de H_2 pela equação geral dos gases:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Onde:

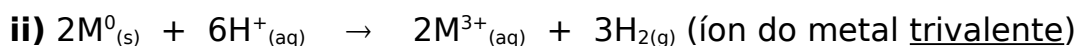
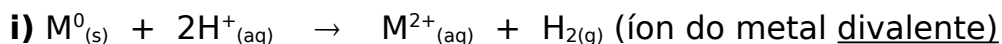
P = Pressão (atm)	V = Volume (L)
n = Número de mols	T = Temperatura ambiente (graus Kelvin, K)
R = Constante geral dos gases (0,082 atm.L.mol ⁻¹ K ⁻¹)	

Tab.I Correlação entre Unidades de Pressão	
1 atm	101325 Pa
1 atm	760 mmHg

Tab.II Pressão de Vapor da Água em Função da Temperatura	
Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)
21	18,5
22	19,8
23	21,1
24	22,4
25	23,8
Dados obtidos da Referência 4 do Roteiro	

Cálculo do número de mols do metal:

A relação entre o número de mols de H_2 formado e do metal depende da estequiometria da reação redox:



I) Reação com Magnésio Metálico:

Dados da Reação de Mg com Ácido	
Massa Mg^0	0,056 g*
Temperatura da Ambiente	24 °C (297 K)
Temperatura da Água	22,5 °C
Altura da Coluna de Líquido	7 cm (7×10^{-2} m)
Volume Coletado	63,5 mL ($63,5 \times 10^{-3}$ L)**
Pressão Atmosférica	703 mmHg
*Pesado em balança semi-analítica	
**Volume corrigido para bolha ar $\approx 0,5$ mL	

☐ Escreva a reação balanceada entre Mg e HCl.



☐ Calcule o número de mols de Mg metálico e a pureza do metal empregado.

Para calcular o número de mols de Mg, vamos calcular o número de mols de H_2 liberados na reação:

Usando a Lei de Stevin, vamos calcular a pressão P_{bolha} :

$$\begin{aligned}
 P_{\text{coluna}} &= d \cdot g \cdot h \quad (d = 1050 \text{ kg/m}^3, \quad g = 9,8 \text{ m/s}^2, \quad h = 7 \cdot 10^{-2} \text{ m}) \\
 &= 1050 \cdot 9,8 \cdot 7 \cdot 10^{-2} \\
 &= 72030 \cdot 10^{-2} = 720,3 \text{ Pa} = \frac{720,3}{101325} \text{ atm} = 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Agora, devemos calcular a pressão atmosférica e pressão da água:

$$P_{\text{atm}} = 703 \text{ mmHg} = \frac{703}{760} \text{ atm} = 0,925 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} (22,5^\circ\text{C}) \approx 20 \text{ mmHg} = \frac{20}{760} \text{ atm} = 2,6 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

Logo, a pressão do gás é de

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{atm}} - (P_{\text{coluna}} + P_{\text{H}_2\text{O}}) = 0,925 - (7,1 \cdot 10^{-3} + 2,6 \cdot 10^{-2}) = 0,89 \text{ atm}$$

Aplicando na lei dos gases, obtemos a quantidade de mols de H_2 :

$$n = \frac{PV}{rT} \quad \left\{ \begin{array}{l} P = 0,89 \\ V = 63,5 \cdot 10^{-3} \\ r = 0,082 \\ T = 297 \end{array} \right. \Rightarrow n = \frac{0,89 \cdot 63,5 \cdot 10^{-3}}{0,082 \cdot 297} = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

Como na reação a proporção entre Mg e H_2 é de 1 para 1, então o número de mols de Mg é de $2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$

como a massa molar do Mg é de $24,3 \text{ g/mol}$ então a massa de Mg era

$$\begin{array}{lcl}
 1 \text{ mol} & \text{---} & 24,3 \text{ g} \\
 2,3 \cdot 10^{-3} & \text{---} & x
 \end{array} \Rightarrow x = 0,05589 \text{ g}$$

Portanto, a pureza da barra de magnésio metálico (de $0,056 \text{ g}$) é de

$$\frac{0,05589}{0,056} = 99,8 \%$$

☐ Comente sobre possíveis fontes de erro e analise seu resultado.

Algumas possíveis fontes de erro podem estar relacionadas à precisão das medições, realizadas com a balança, proveta, termômetro e régua.

Além disso, alguns erros poderiam surgir do escape de H_2 para fora da proveta (se parte do gás ficou para fora) e da densidade do $HCl(aq)$ que pode alterar após a reação com o magnésio.

Apesar disso, a pureza encontrada de quase 100% indica que essas fontes não causaram erros significativos.

II) Identificação do Metal Desconhecido

Dados da Reação do Metal com Ácido	
Massa Metal (g)	0,0353 g*
Temperatura da Ambiente	25 °C (298 K)
Temperatura da Água	23 °C
Altura da Coluna de Líquido	10,5 cm ($10,5 \times 10^{-2}$ m)
Volume coletado	55 mL (55×10^{-3} L)**
Pressão Atmosférica	703 mmHg
*Pesado em balança analítica para maior precisão	
**Sem correção bolha de ar como compensação H_2 retido na proveta.	

☐ Calcule o número de mols do metal levando em consideração que a reação redox resulta em um íon metálico trivalente.

Semelhante ao exercício anterior, vamos calcular o número de mols de H_2 liberados na reação:

$$P_{\text{coluna}} = d \cdot g \cdot h$$

$$= 1085 \cdot 9,8 \cdot 10,5 \cdot 10^{-2} = 1116,465 \text{ Pa}$$

$$= 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

$$P_{\text{atm}} = 0,925 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} (\text{a } 23^\circ\text{C}) = 21,1 \text{ mmHg} = 2,78 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

Então a pressão do gás é de

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{atm}} - (P_{\text{coluna}} + P_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$= 0,925 - (1,1 \cdot 10^{-2} + 2,78 \cdot 10^{-2}) = 0,8862 \text{ atm}$$

Aplicando na Lei geral dos gases, obtemos

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,8862 \cdot 55 \cdot 10^{-3}}{0,082 \cdot 298} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

Porém, como foram gerados íons trivalentes, temos que a proporção entre o metal e H_2 é de 2 para 3.

Portanto, como há $1,9 \cdot 10^{-3}$ mols de H_2 , então haviam

$$1,9 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{2}{3} = 1,27 \cdot 10^{-3} \text{ mols de metal}$$

☐ Calcule a massa molar (MM) do metal empregando a massa da amostra e o número de mols obtido:

$$MM(g \cdot mol^{-1}) = \frac{m(g)}{n(mol)}$$

$$m = 0,0353 \text{ g}$$

$$n = 1,27 \cdot 10^{-3} \text{ mols}$$

$$MM = \frac{0,0353}{0,00127} = 27,79 \text{ g/mol}$$

☐ Identifique o metal utilizado no experimento consultando na Tabela Periódica que elemento metálico apresenta a massa atômica que corresponde à massa molar obtida nos cálculos.

Consultando a tabela periódica, vemos que o metal com massa molar mais semelhante à encontrada é o **Alumínio**.

☐ Comente sobre possíveis fontes de erro e analise seu resultado.

Nesse experimento, os possíveis erros de precisão de medição foram amenizados, a exemplo do uso da balança analítica.

Assim como no experimento anterior, o resultado obtido condiz com o esperado. O metal de Alumínio corresponde tanto à massa molar calculada quanto ao fato de terem sido obtidos íons trivalentes (Al^{3+}).